

Министерство сельского хозяйства
Российской Федерации
ФГБОУ ВО Костановский государственный
агроархивный университет

Тетрадь

для Колесниковой Ирины
по дисциплине "Химия"
учени _____ класса _____

58

Выполнен курсовый проект
группы: Б132-02
Заочной формы обучения
Зач. книжка: А323089
Холщобочный ст. 10
Преподователь:
Холщобочный ст. 14.

12 ЛИСТОВ

клетка

Задача 1.16.
Решено.

газ. аммиак

$$P = 454,2 \text{ мм рт.ст.}$$

$$t = 18^\circ \text{C}$$

$$V = 832 \text{ см}^3$$

$m = ?$ $n = ?$

Решение.

Запишем уравнение Менделеева-Клапейрона

$$PV = \frac{m}{M} RT = nRT$$

Давление переводим в Па, а объем - в м³

$$P = 454,2 \text{ мм рт.ст.} = 454,2 \cdot 133,322 = 60555 \text{ Па.}$$

$$V = 832 \text{ см}^3 = 832 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3$$

Вычисляем массу аммиака.

$$m = \frac{PVM}{RT} = \frac{60555 \cdot 832 \cdot 10^{-6} \cdot 17,03}{8,314 \cdot (273 + 18)} = 0,35462$$

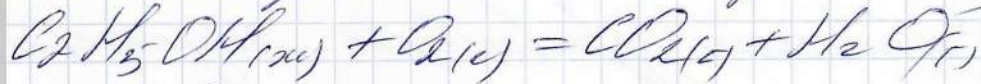
Количество солей:

$$\eta = \frac{m}{M} = \frac{0,3546}{17,03} = 2,082 \cdot 10^{-2} \text{ моль}$$

Ответ: 60535 Па; 0,3546 г; $2,082 \cdot 10^{-2}$

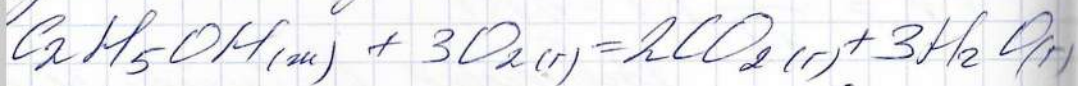
Задача 2.16.

Рассчитать энтальпию сгорания этанола и энергии Тейббса (преобразования состояния вещества)



Решение.

Уравнение реакции:



Уравнение энергии Тейббса (преобразования состояния вещества)

Тогда:

$$\Delta H_p^\circ = 2\Delta H_{298}^\circ(\text{CO}_{2(г)}) + 3\Delta H_{298}^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(г)}) - \Delta H_{298}^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(ж)}) - 3\Delta H_{298}^\circ(\text{O}_2)$$

$$\Delta H_{298}^\circ(\text{CO}_{2(г)}) = -393,51 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_{298}^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(г)}) = -241,82 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_{298}^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(ж)}) = -276,98 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_{298}^\circ(\text{O}_2) = 0$$

$$\Delta H_p^\circ = 2 \cdot (-393,51) + 3 \cdot (-241,82) - (-276,98) - 3 \cdot 0 = -1235,5 \text{ кДж}$$

Выводим уравнение энергии Тейббса:

$$\Delta S_p^\circ = 2S_{298}^\circ(\text{CO}_{2(г)}) + 3S_{298}^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(г)}) - S_{298}^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(ж)}) - 3S_{298}^\circ(\text{O}_2)$$

$$S_{298}^\circ(\text{CO}_{2(г)}) = 213,65 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}$$

$$S_{298}^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(г)}) = 188,48 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}$$

$$S_{298}^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(ж)}) = 160,67 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}$$

$$S_{298}^\circ(\text{O}_2) = 205,18 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}$$

$$\Delta S_p^\circ = 2 \cdot 213,65 + 3 \cdot 188,48 - 160,67 - 3 \cdot 205,18 = 217,43 \text{ Дж/К}$$

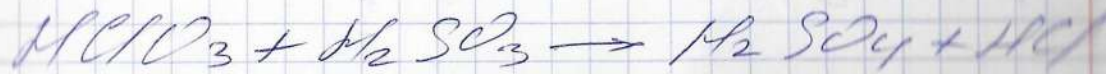
Уравнение энергии Тейббса:

$$\Delta G_p^\circ = \Delta H_p^\circ - T\Delta S_p^\circ = -1235,5 - 298 \cdot 0,217443 = -1300,29 \text{ кДж}$$

$$\text{Ответ: } -1235,5 \text{ кДж; } 217,43 \text{ Дж/К; } -1300,29 \text{ кДж}$$

Задача 6.12.

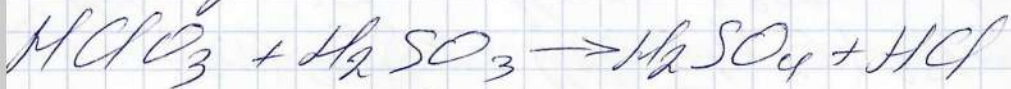
Решение:



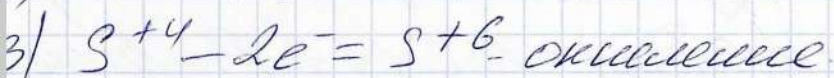
Рассставьте уравнение по формулам
и составьте ОВР ионно-электронного баланса.

Решение.

Ионно-электронный баланс:



Ионно-электронный баланс



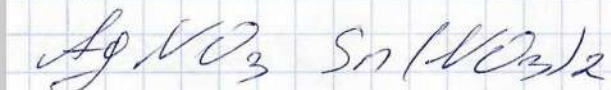
Уравнение реакции:



Окислитель - HClO_3 , восстановитель - H_2SO_3 .

Задача 6.18.

Решение:



Напишите ионно-электронный баланс и составьте уравнение реакции при взаимодействии в водном растворе.

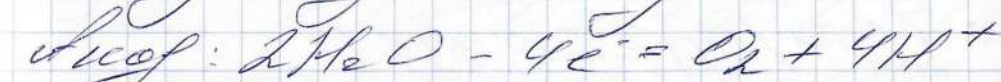
Решение.



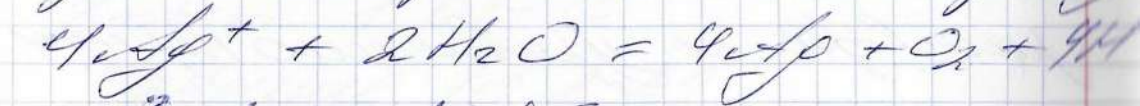
$$E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,799 \text{ В}$$

Серебро способно восстанавливаться на катоде при электролизе растворов.

Ионно-электронный баланс на аноде не окисляется

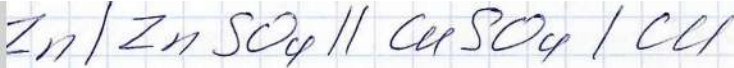


Уравнение реакции + ионно-электронный баланс:



Задача 10.18

Напишите уравнение ионно-электронного баланса на катоде и аноде и составьте ОВР соответствующего электролиза при 25 °C, который осуществляется при концентрации ионов Ag^+ в растворе:

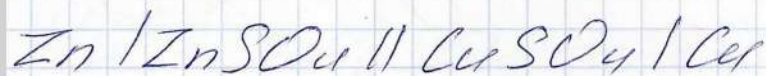


$$[\text{Zn}^{2+}] = 0,1 \text{ M}$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = 0,01 \text{ M}$$

Решение

Тягиваемые элементы:



Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы:

$$\varphi^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,463 \text{ В}$$

$$\varphi^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,337 \text{ В}$$

Вычисляем потенциал в растворе по уравнению Нернста

$$\varphi(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = \varphi^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) + \frac{0,059}{2}$$

$$\lg [\text{Zn}^{2+}]$$

$$\varphi(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,463 + \frac{0,059}{2} \lg 0,1 =$$

$$= -0,483 \text{ В}$$

$$\varphi(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = \varphi^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) + \frac{0,059}{2} \lg [\text{Cu}^{2+}]$$

$$\varphi(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,337 + \frac{0,059}{2} \lg 0,01 =$$

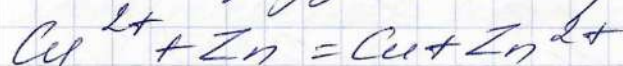
$$= 0,248 \text{ В}$$

$\varphi(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) > \varphi(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$, поэтому катод - медь, анод - цинк.

Катодный процесс: $\text{Cu}^{2+} + 2e^- = \text{Cu}^0$

Анодный процесс: $\text{Zn}^0 - 2e^- = \text{Zn}^{2+}$

Полуреакция:

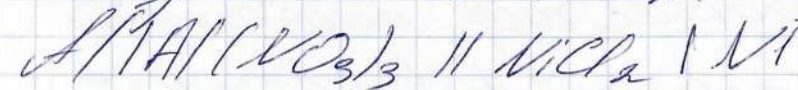


$$\Delta \varphi = \varphi(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - \varphi(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) =$$

$$= 0,248 - (-0,483) = 1,041 \text{ В}$$

Ответ: 1,041 В

Задача 10.1.22.

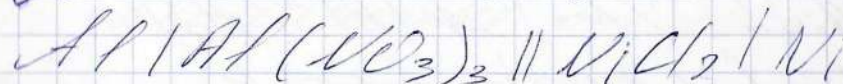


$$[\text{Al}^{3+}] = 0,5 \text{ M}$$

$$[\text{Ni}^{2+}] = 0,01 \text{ M}$$

Решение.

Тягиваемые элементы:



Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы:

Восстановительная способность:

$$\varphi^0(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,662 \text{ В}$$

$$\varphi^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,250 \text{ В}$$

Выводим потенциал в растворе по уравнению Нернста:

$$\varphi(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = \varphi^0(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) + \frac{0,059}{3} \lg [\text{Al}^{3+}]$$

$$\varphi(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,662 + \frac{0,059}{3} \lg 0,5 = -1,668 \text{ В}$$

$$\varphi(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = \varphi^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) + \frac{0,059}{2} \lg [\text{Ni}^{2+}]$$

$$\varphi(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,250 + \frac{0,059}{2} \lg 0,01 = -0,309 \text{ В}$$

$$\varphi(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) > \varphi(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) \text{ потому}$$

цинк - окислитель, никель - восстановитель

Катодный процесс: $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ni}^0$

Анодный процесс: $\text{Al}^0 - 3\text{e}^- = \text{Al}^{3+}$

Токообразующая реакция:



$$E = \varphi(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) - \varphi(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) =$$

$$-0,309 - (-1,668) = 1,359 \text{ В}$$

Ответ: 1,359 В

Задача 10.2.14.

Каков состав раствора и анодный процесс (исертная электрода) при электролизе водного раствора содержащего соли? Состав уравнения реакции электролиза какой соли, соответствующий смеси электролитический потенциал ZnCl_2 $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$.

Решение.

Значение стандартных электро-дных потенциалов.

$$\varphi^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,763 \text{ В}$$

$$\varphi^0(\text{Co}^{2+}/\text{Co}) = -0,403 \text{ В}$$

Катодный и анодный процессы в водном растворе при электро-лизе водного раствора их солей

В зависимости от условий электролиза одновременно могут

также выделяться водород.

Цинк - может окисляться на аноде.

Нитрат - может на аноде не окисляется.

1) $ZnCl_2$

Катод: $Zn^{2+} + 2e^- = Zn^0$

Анод: $2Cl^- - 2e^- = Cl_2$

Уравнение электролиза:



На катод выделяется цинк, на анод — хлор.

2) $Co(NO_3)_2$

Катод: $Co^{2+} + 2e^- = Co^0$

Анод: $2H_2O - 4e^- = O_2 + 4H^+$

Уравнение электролиза:



На катод выделяется кобальт, на аноде — кислород.

10.2.23 Задача.



Решение.

Значение стандартных электродных потенциалов:

$$\varphi^0(Zn^{2+}/Zn) = -0,763 В$$

$$\varphi^0(Mn^{2+}/Mn) = -1,180 В$$

Цинк способен вытеснять медь из раствора его солей.

Марганец способен вытеснять медь из раствора его солей. Следовательно в зависимости от условий электролиза может выделяться водород.

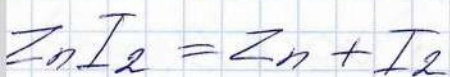
Цинк - может способен окисляться на аноде.

Нитрат - может не способен окисляться на аноде.

1) Zn/I_2



Уравнение реакции электролиза

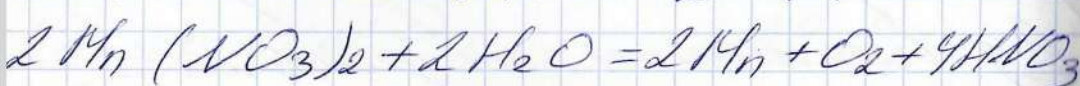


На катоде выделяется цинк, на аноде выделяется иод.

2) $Mn(NO_3)_2$



Уравнение реакции электролиза



На катоде выделяется металлический марганец, на аноде выделяется кислород.

Задача 10. 18.

При электролизе водного раствора хлорида меди (II) масса катода увеличивается на 6,4 г

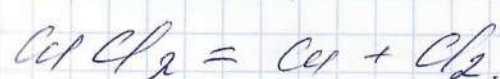
условия нормальные.) Сколько хлора выделилось на аноде?

Решение.

При электролизе водного раствора хлорида (II) протекают следующие процессы:



Уравнение реакции электролиза



Из закона эквивалентов

$$\frac{m(Cu)}{M_2(Cu)} = \frac{V(Cl_2)}{V_2(Cl_2)}$$

молярная масса эквивалентная меди

$$M_2(Cu) = \frac{1}{2} M(Cu) = \frac{1}{2} \cdot 63,546 = 31,773$$

Молярный объем эквивалентного хлора

$$V_2(Cl_2) = \frac{1}{2} V_m(Cl_2) = \frac{1}{2} \cdot 22,4 = 11,2 \text{ л/моль}$$

Вычислим объем хлора, выделившегося

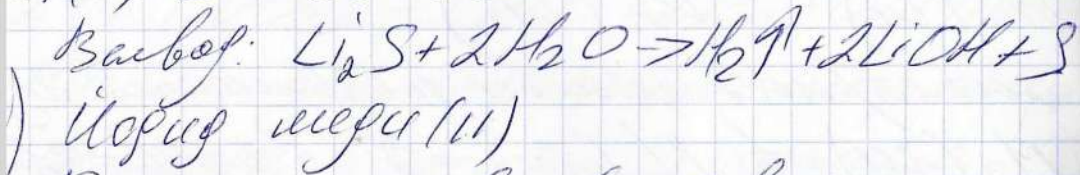
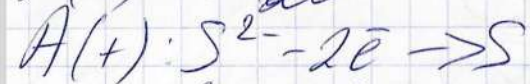
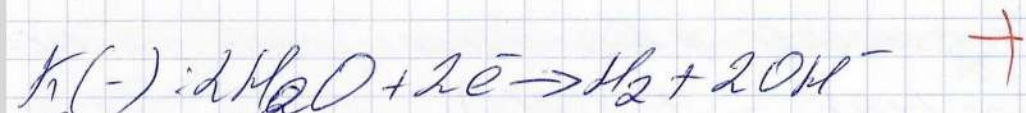
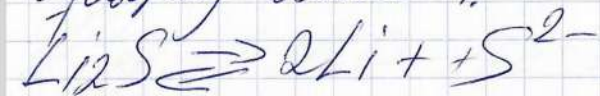
на аноде

$$V(Cl_2) = \frac{n(Cu) \cdot V_p(Cl_2)}{142(L_4)} = \frac{6,4 \cdot 11,2}{31,74} = 2,256 \text{ л}$$

Ответ: 2,256 л.

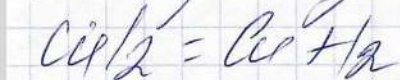
Будет 8.

Написать уравнение реакции электролиза соли, составив стехиометрическое уравнение, указать ионы.

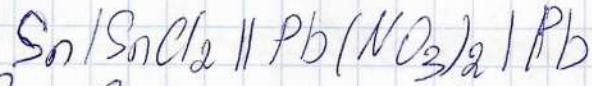


Уравнение (11)

Вода не участвует в процессе электролиза расплава соли, поэтому



3) Мг электролизом



Для вычисления Мг электролизом элемент, необходимо использовать стандартное электродное потенциальное значение для рассуждений относительно в электроде.

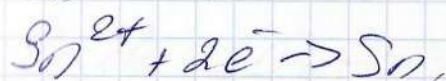
1. Для электрода (Sn):



В этом элементе. Окисление происходит на аноде, где окисляется Sn до Sn^{2+} . Восстановление происходит на катоде, где Pb^{2+} восстанавливается до Pb.

Стандартное электродное потенциал

Sn:



$$E^0 = -0,14В$$

для Pb

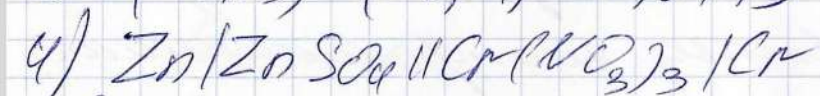


$$E^0 = 0,13 \text{ В}$$

Теперь определим ЭДС

$$\text{ЭДС}(E) = E_{\text{катода}} - E_{\text{анода}}$$

$$E = (-0,13) - (-0,14) = 0,01 \text{ В} \quad +$$



Окисление происходит на аноде,

Zn окисляется до Zn^{2+} - восстановление

идет происходит на катоде, где

Cr^{3+} восстанавливается до Cr

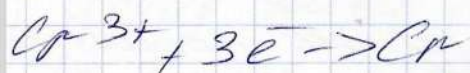
Стандартная электродная констан-

та для Zn :



$$E^0 = -0,76 \text{ В}$$

Для Cr



$$E = -0,74 \text{ В}$$

Определим ЭДС

$$\text{ЭДС}(E) = E_{\text{катода}} - E_{\text{анода}}$$

$$E = (-0,74) - (-0,76) = 0,02 \text{ В} \quad +$$

Полная формула

катода - Pb ; анода Sn

5) Для восстановления термодинамически

выгоднейшей реакцией можно считать

такую

Сбалансируем уравнение



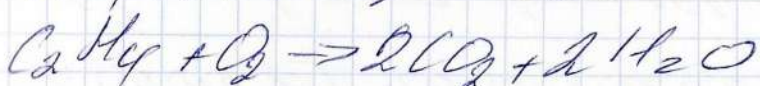
Сбалансируем углерод 2 атома углерода

C_2H_4 образует 2 молекулы CO_2 :



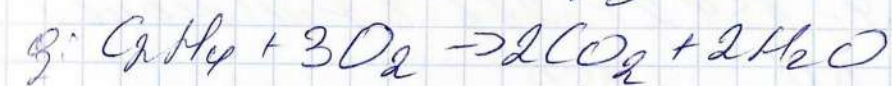
Баланс водорода 4 атома водорода

C_2H_4 образует 2 молекулы H_2O



2 атома кислорода в O_2

всего 6 атомов кислорода



Уравнение сбалансировано



Энергия Гиббса

$$\Delta H_f^0 (\text{кДж/моль})$$

$$C_2H_4: 52.3 - 0_3$$

$$O - CO_2: -393.5 - H_2O: -241.8 - S^0$$

$$n(\text{моль} \cdot K): - C_2H_4 \cdot 219 - O_2: 205 - CO_2:$$

$$213.8 - H_2O: 689 - DG^0$$

Используя формулу

$$\Delta H_{298}^0 = \sum (\Delta H_f^0 \text{ продуктов}) - \sum (\Delta H_f^0 \text{ реагентов})$$

$$\Delta H_{298}^0 = [2 \cdot (-393.5) + 2 \cdot (-241.8)] - [1 \cdot 52.3 + 3 \cdot 0] = [-484 - 483.6] - [52.3]$$

$$-1240.6 - 52.3 = -1322.9 \text{ кДж}$$

$$S_{298}^0 = \sum (S^0 \text{ продуктов}) - \sum (S^0 \text{ реагентов})$$

$$S_{298}^0 = [2 \cdot 213.8 + 2 \cdot 68.9] - [1 \cdot 219.2 + 3 \cdot 205.] = 424.6 + 137.8 - [219.2 + 615] = 564.4 - 834.2 = -266.8 \text{ Дж/моль} \cdot K$$

$$G_{298}^0 = \Delta H_{298}^0 - T \Delta S_{298}^0$$

$$G_{298}^0 = -1322.9 \cdot 1000 - 298 \cdot (-266.8 \cdot 10^{-3}) = -1322900 + 79.5 = -1322820.5 \text{ кДж}$$

Теплоты образования

$$\Delta H_{298}^0 = -1322.9 \text{ кДж} - \Delta S_{298}^0 = -266.8$$

$$\Delta G_{298}^0 = -1322820.5 \text{ кДж}$$

Эти значения показывают, что реакция экзотермическая и спонтанная при стандартных условиях.

